

I Les états de la matière

1.) L'état gazeux

Fluide : Ensemble de particules (atomes, molécules) occupant un volume dont la forme géométrique s'adapte aux contraintes extérieures : Le fluide prend la forme du récipient.

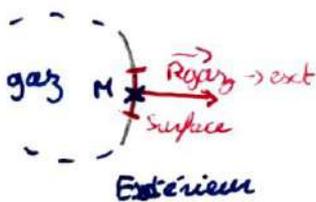
Exemples : liquides et gazs

Un gaz est une substance fluide occupant uniformément tout contenant.

Mouvement d'agitation thermique : Dans un gaz, les molécules se déplacent presque librement entre deux chocs. L'agitation augmente avec la température.

$T \rightarrow 0 \text{ Kelvin} = \text{Plus aucune agitation thermique}$

Définition : La **pression** d'un gaz est la force par unité de surface que le gaz exerce sur une paroi suivant sa normale.



$$F_{\text{gaz} \rightarrow \text{ext}} = P(M) \times S \vec{R}_{\text{gaz} \rightarrow \text{ext}}$$

Pression au point M: $P(M) = \frac{\|\vec{F}\| \leftarrow N}{S \leftarrow -2}$

↑
Pa

Interprétation microscopique : La pression est due au choc des particules de gaz sur les parois. La pression est supposée la même en tout point du gaz.

Unités : 1 bar = 10^5 Pa 1 atm = 101 325 Pa 1 torr = 133,32 Pa

Les pressions habituelles sont de l'ordre du bar.

Equation d'état : Relation liant les **variables d'état** d'un système (grandeurs physiques dont la donnée définit l'état du système au niveau macroscopique).

Exemple : **Système** = {volume V de gaz, comportant N molécules à température T}

Exemple : **Variable d'état** : Volume V, température T, pression P, quantité de matière, N nbs de molécules.

Equation d'état des gaz parfaits : $PV = nRT$ où R est la constante molaire des gaz parfaits : $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$.

Tout gaz, quand $P \rightarrow 0$, se comporte comme un gaz parfait

Volume molaire : $V_m = \frac{V}{n}$

— Volume: m^3
— quantité de matière
 $\text{m}^3.\text{mol}^{-1}$ (en SI) ou mol
(ou $\text{L}.\text{mol}^{-1}$ en chimie)

Echelle Celsius : $T(\text{K}) = \theta(^{\circ}\text{C}) + 273,15$

2.) L'état liquide

Phase condensée : Solide ou liquide.

Phase condensée indilatable $\alpha_i \Rightarrow V$ indépendant de T

Phase condensée incompressible $\alpha_i \Rightarrow V$ indépendant de P

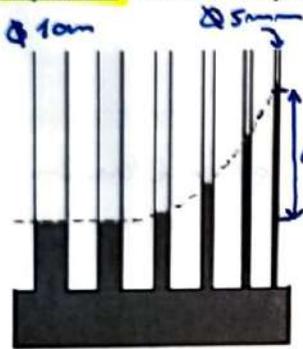
L'équation d'état d'une phase condensée indilatable et incompressible est $V = \text{Constante}$.

* * Tension superficielle : Résistance qu'oppose un liquide à l'augmentation de sa surface.



ex: Une goutte d'eau tend vers une forme sphérique pour minimiser sa tension superficielle.

* * Capillarité : Ascension spontanée d'un liquide dans un tube capillaire dans le champ de pesanteur.



ex: Quand le tube devient très fin, le liquide monte dans le tube (ϕ de verre; 0,1mm)
 ϕ tube 0,5mm \Rightarrow hauteur supplémentaire de 3cm
 La sève monte dans les arbres par capillarité

Viscosité : Mesure de la résistance du liquide à l'écoulement.

ex: La vitesse d'écoulement diminue quand la viscosité augmente: miel, glycérine et une viscosité importante.



Remarque : Cristaux liquides : état intermédiaire entre l'état liquide et l'état solide. Les cristaux liquides présentent une disposition ordonnée qui est sensible au champ électrique (affichage LCD).

3.) L'état solide

Un solide est un assemblage de molécules, atomes ou ions ne pouvant pas se déplacer les uns par rapport aux autres.

Si l'assemblage est désordonné, le solide est dit amorphe.

ex: le verre

Si l'assemblage est ordonné, le solide est dit cristallisé.

ex: H_2O solide (cristaux de glace, de neige)

Un solide cristallisé est la juxtaposition de domaines dans lesquels l'ordre est parfait. Un tel domaine s'appelle un cristal.

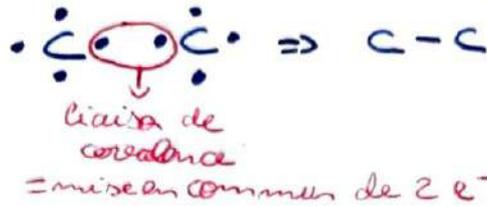
Variété allotropique : Lorsqu'un corps pur peut exister sous plusieurs formes cristallines, on dit qu'il présente le phénomène d'allotropie.

Par exemple, le carbone peut cristalliser sous forme de diamant ou de graphite. Les deux formes sont dites variétés allotropiques.

La liaison entre les motifs du cristal est d'origine électrostatique.
On classe les cristaux suivant l'intensité de cette liaison :

- **liaison forte** : des électrons peuvent quitter leur noyau d'origine :
- pour être partagés entre deux ou plusieurs noyaux : **cristal covalent** : C(s).

ex: C(s)



- pour aller sur un autre noyau : **cristal ionique** : NaCl(s).

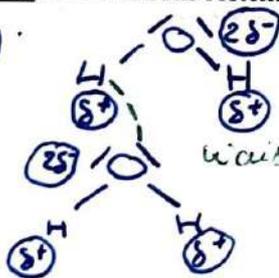
NaCl(s) formé d'ions Na⁺ et Cl⁻, selure de sodium (sel de table)

- pour être délocalisés sur l'ensemble du cristal : **cristal métallique** : Fe(s).

Fe(s) : constitué d'ions Fe⁺, 1 e⁻ par atome de fer circule dans l'ensemble du cristal et permet la conduction électrique

- **liaison faible** : les électrons restent autour de leur noyau d'origine. On a alors un **cristal moléculaire** : H₂O(s).

ex: H₂O(s)



O est plus électro-négatif que H
• charge partielle δ⁻. les e⁻ sont davantage attirés par O.

liaison hydrogène

4.) Transformations de la matière

Physiques : La structure des entités microscopiques (atomes, molécules, ions) n'est pas modifiée.

= changement d'état Solide liquide Gaz (ou Vapeur)

Chimiques : Modification de la structure électronique des atomes, molécules ou ions.

= Rupture et formation de liaisons (covalentes)

= réaction chimiques

Nucléaires : Modification de la structure des noyaux atomiques.

Définition : Radioactivité : Des noyaux spontanément instables, se désintègrent en émettant des particules subatomiques et des radiations de haute énergie.

L'atome est noté ${}^A_Z X$ où X est le symbole de l'élément chimique. ***

Le noyau comporte A nucléons = Z protons + N neutrons A est le nombre de masse du noyau, Z est le numéro atomique du noyau (entier positif) ou nombre de charges.

L'atome (neutre) possède également Z électrons.

Isotope : Noyau de même Z mais de A différent.

Au cours des réactions nucléaires, il y a conservation de A et Z . *+ conservation de l'énergie et de la quantité de mouvement*

Radioactivité α : Emission d'un noyau d'hélium ${}^4_2\text{He}$ appelé "particule α ". Ce type de radioactivité se produit pour les noyaux trop riches en nucléons.

Les lois de conservations donnent : ${}^A_Z X \rightarrow {}^4_2\text{He} + {}^{A-4}_{Z-2} Y$

Ex : Désintégration alpha de l'uranium 238 en thorium ${}^{238}_{92}\text{U} \rightarrow {}^4_2\text{He} + {}^{234}_{90}\text{Th}$

Radioactivité β^- : Emission d'un électron ${}^0_{-1}e$ appelé "particule β^- " (et d'antineutrinos ${}^0_0\bar{\nu}_e$). Ce type de radioactivité se produit pour les noyaux trop riches en neutrons.

Les lois de conservations donnent : ${}^A_Z X \rightarrow {}^0_{-1}e + {}^A_{Z+1} Y$

Ex : Désintégration du carbone 14 ${}^{14}_6\text{C} \rightarrow {}^0_{-1}e + {}^{14}_7\text{N}$

Radioactivité β^+ : Emission d'un positon ${}^0_1\bar{e}$ appelé "particule β^+ " (et de neutrinos ${}^0_0\nu_e$). Cette radioactivité est qualifiée de radioactivité artificielle car elle se produit avec des noyaux obtenus en laboratoire. Elle est caractéristique des noyaux contenant trop de protons.

Les lois de conservations donnent : ${}^A_Z X \rightarrow {}^0_1\bar{e} + {}^A_{Z-1} Y$

Ex : Désintégration du phosphore ${}^{30}_{15}\text{P} \rightarrow {}^0_1\bar{e} + {}^{30}_{14}\text{Si}$

Réactions nucléaires provoquées : On bombarde certains noyaux par des neutrons. Cela entraîne une fission, qui est utilisée comme réaction en chaîne dans les réacteurs de centrales nucléaires.

Ex : ${}^{235}_{92}\text{U} + {}^1_0n = {}^{92}_{36}\text{Kr} + {}^{141}_{56}\text{Ba} + 3{}^1_0n \Rightarrow$ réaction en chaîne = bombe atomique

II Transformations physiques

1) Changements d'état d'un corps pur, ou transitions de phase

Phase : Toute partie homogène d'un système au niveau de la composition chimique et de l'état physique.

Système monophasé : Système ne comportant qu'une seule phase.

ex : mélange eau - l'alcool

≠ **Système polyphasé** : Système comportant plusieurs phases.

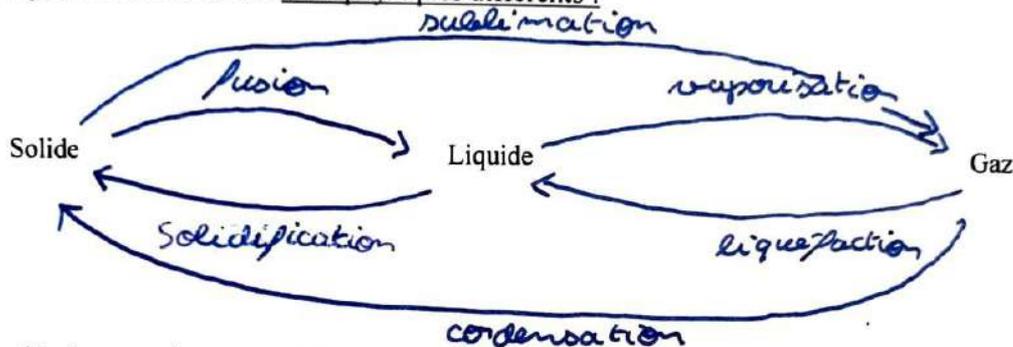
ex : mélange eau - huile

Corps pur : constitué d'un seul type de molécules (≠ mélange).

ex : $\{H_2O(g)\}$ vapeur d'eau

≠ mélange : $\{H_2O(g), O_2(g), N_2(g)\}$

Un corps pur peut exister sous des états physiques différents :



Pour décrire une phase, on utilise deux paramètres : Pression et Température.

P et T sont indépendantes lorsque le corps pur est présent sous une seule phase.

ex : $\{H_2O(l)\}$ reste liquide pour $P = 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$

pour $0^\circ\text{C} \leq T \leq 100^\circ\text{C}$

$\{H_2O(l), H_2O(s)\}$ eau avec glaçons

pour $P = 1 \text{ bar}$ $T = 0^\circ\text{C}$

Masse volumique du corps pur dans la phase homogène φ : $\rho_\varphi = \frac{m_\varphi}{V_\varphi}$ - kg

$\rho_{\text{solide (s)}, \text{liquide (l)}} \text{ ou gaz (g)}$

kg · m⁻³ en SI
g · L⁻¹ en unité

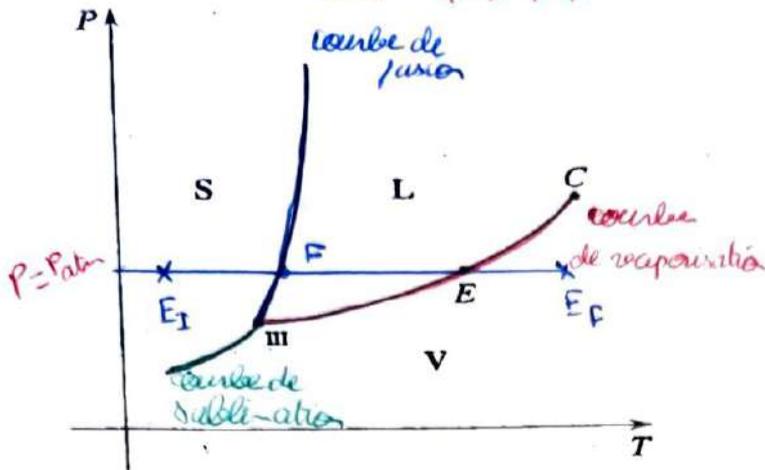
Propriété : La masse volumique présente une discontinuité lors de la transition de phase.

ex : Pour l'eau $\rho_{H_2O(s)} < \rho_{H_2O(l)}$

pour une masse fixée $V_{H_2O(s)} > V_{H_2O(l)}$

ex : éclatement d'une bouteille au congélateur
la glace flotte sur l'eau

2) Diagramme (P,T) *



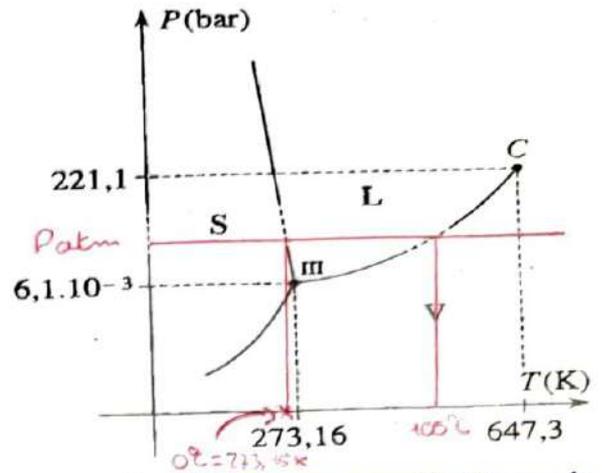
Doc. 4. Diagramme (P, T) du corps pur.

Point triple de l'eau (noté III ou T): $P_{III} = 6,1 \cdot 10^{-3}$ bar. $T_{III} = 273,16$ K

On chauffe un solide sous P_{atm} cste:

- $E_I \rightarrow F$: pas de changement d'état du solide, $T \uparrow$
- Au point F: fusion du solide sous $T = cste$
- de F à E: $T \uparrow$ pour le liquide
- Au point E: Vaporisation du liquide, $T = cste$
- de E à E_F : $T \uparrow$ pour le gaz
- Au point triple: les 3 phases coexistent
- le point critique: correspond au dernier point de la courbe de vaporisation
- Au delà de ce point, pas de changement d'état

• P_{sat} : Pression de vapeur saturante: pression maximale que peut atteindre un gaz pour une température donnée. On augmente la pression d'un gaz, à T cste, (sur une verticale) jusqu'au point E où on a équilibre $L=G$, et une pression égale à P_{sat} .

Doc. 5 Diagramme (P, T) de l'eau: la pente de l'équilibre liquide \rightleftharpoons solide est négative.

Rq: On se place sur la courbe de vaporisation ($L=V$) de l'eau. Lorsque la température augmente, P_{sat} augmente proportionnellement. Quand on monte en altitude, la pression diminue, la température de l'équilibre $L=V$ diminue.
A 2000M, $T = 93^\circ C$ au lieu de $100^\circ C$

III Transformations chimiques

1.) Système physico-chimique

a) Définitions

Système physico-chimique : Il est défini par la donnée des **constituants physico-chimiques** qui le constituent. Ce sont les espèces caractérisées par leur formule chimique, et leur état physique.

ex: $\{H_2O(l), H_2O(g), H_3PO_4(aq), CO_2(g), \dots\}$ = *café avec glaçons*

Corps simple : Constitué d'un seul type d'atomes.

ex: H_2

Corps composé : Constitué de plusieurs atomes différents.

ex: H_2O

b) Dans un liquide

Une **solution liquide** s'obtient en dissolvant un ou plusieurs **solutés** dans un **solvant**.

Si le solvant est l'eau, on parle de **solution aqueuse**.

Dans une solution, les **solutés** sont présents en faible quantité, le **solvant** est l'espèce très largement majoritaire.

Ex: • soude (ou hydroxyde de sodium) $NaOH \xrightarrow{\text{eau}} Na^+ + OH^-$ *base forte*

• acide chlorhydrique: $HCl(g) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-$ *acide fort*

↳ solvant: eau $H_2O(l)$ ou *prépa / toluène, cyclohexane en chimie*

Concentration molaire ou **molarité** d'un soluté A dans une solution de volume V :

$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3 = 10^{-3} \text{ m}^3.$$

$$\text{Rq: } m_A = n_A \times M_A \quad \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Rightarrow c_A = \frac{m_A \times M_A}{V} = c_A \times M_A$$

$$c_A = [A] = \frac{n_A}{V}$$

mol
mol · L⁻¹ ou mol · m⁻³ en SI
ou mol · m⁻³ en USE

$$c_A = 1000 c_A \quad \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

mol · m⁻³

Concentration massique ou **titre massique** d'un soluté A dans une solution de volume V :

$$t_A = \frac{m_A}{V}$$

masse de soluté A en g
L ou m³
g · L⁻¹ en g ou (kg · m⁻³ en USE)

c) Pour un mélange de gaz

Mélange Idéal de Gaz Parfaits : On supposera que chaque gaz est parfait et que le mélange se comporte comme un gaz parfait.

L'équation d'état d'un mélange de gaz parfaits est $PV = n_{Tg}RT$ où P est la pression totale.

$n_{Tg} = \sum_{\text{gaz } i} n_i$ est le **nombre total de moles gazeuses**.

* **Pression partielle P_i** : Pression qu'exercerait le gaz s'il occupait seul le volume total.

*
$$P_i = \frac{n_i}{n_{Tg}} P \quad P_i = x_i P \quad \text{où } x_i = \frac{n_i}{n_{Tg}} \text{ est la fraction molaire de l'espèce étudiée. } P = \sum_i P_i$$

démo: Mélange idéal de gaz parfait (MIGP)

- Mélange GP: $P_T V = n_{Tg} RT @ P_T$: pression totale du mélange

- gaz i GP: $P_i V = n_i RT$ ① P_i : pression partielle

① = $\frac{P_i V}{RT} = \frac{n_i RT}{n_{Tg} RT} \Rightarrow \frac{P_i}{P_T} = \frac{n_i}{n_{Tg}} = x_i$ (fraction molaire de i)

② $n_{Tg} = \sum_{\text{gaz } i} n_i \Rightarrow P_T V = \sum_i n_i RT \Rightarrow P_T = \sum_i n_i \frac{RT}{V}$ ③

Or d'après ①, $P_i = \frac{n_i RT}{V} \Rightarrow P = \sum_i P_i$

2) Degré d'avancement de la réaction ξ ξ ("hxi") \Rightarrow a la place de x en TmmL

Un système physico-chimique peut subir une **transformation chimique**, qui se traduit par un bilan du type :

Réaction chimique

α_i, α'_i coeffs stoechiométriques (>0): nombres peuvent être fractionnaires

	Réactifs $\alpha_1 A_1 + \dots$		Produits $\alpha'_1 A'_1 + \dots$	
Etat initial : initiales	n_{10}	① ②	n'_{10}	n'_{i0} (quantités de matière)
Etat intermédiaire :	$n_1 = n_{10} - \alpha_1 \xi$		$n'_1 = n'_{10} + \alpha'_1 \xi$	$n'_i = n'_{i0} + \alpha'_i \xi$

$$\xi = \frac{n'_i - n'_{i0}}{\alpha'_i} = - \frac{n_i - n_{i0}}{\alpha_i}$$

 mol produits / sans dim. / mol réactifs

R_q : source à l'état initial, on prend $\xi=0$
 $\rightarrow \xi > 0$: évolution sens ① ou sens direct
 $\rightarrow \xi < 0$: évolution sens ② ou sens indirect

ξ augmente quand la réaction se déroule sens direct $\xrightarrow{1}$, diminue sens inverse $\xleftarrow{2}$.

ξ_{max} est la plus petite des valeurs positives de ξ annulant la quantité de matière de l'un des réactifs appelé **réactif limitant**. ξ_{min} est la plus grande des valeurs négatives de ξ annulant la quantité de matière de l'un des produits.

Si on a une réaction totale sens ①, $\xi \rightarrow \xi_{max}$

Si on a une réaction totale sens ②, $\xi \rightarrow \xi_{min}$

Si la réaction n'est pas totale, on aboutit à un état d'équilibre :

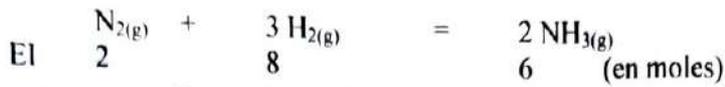
$\xi \rightarrow \xi_p$ où $\xi_{min} < \xi_p < \xi_{max}$

Taux d'avancement final $\tau_f = \frac{\xi_f}{\xi_{max}}$

Il indique quelle fraction du réactif limitant a effectivement réagi (pour une réaction sens I).

- Réaction totale sens I (ou **réaction quantitative**) : $\tau_f = 1 = 100\%$
- Réaction nulle : $\tau_f = 0$

Exemple :



Etat quantique: $2 - \xi + 8 - 3\xi \quad 6 + 2\xi$

Réaction totale sens I :

$$m(\text{N}_2) = 2 - \xi = 0 \Rightarrow \xi = 2$$

$$m(\text{H}_2) = 8 - 3\xi = 0 \Rightarrow \xi = \frac{8}{3} = 2,7 \text{ mol}$$

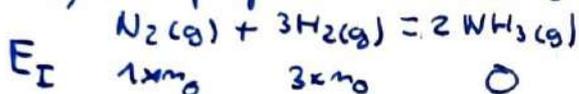
Réaction totale en sens II :

$$m(\text{NH}_3) = 6 + 2\xi = 0 \Rightarrow \xi_{-II} = -3 \text{ mol}$$

$$\xi_{min} \leq \xi \leq \xi_{max}$$

$\xi_{max} = 2$ - des correspon
au réactif qui a disparu
en premier

Rq: Réactifs à proportions stœchiométriques : proportion des deux coeffs



Souvent, pour $n_0 = 1$, on dit que les réactifs sont à quotiens stœchiométriques



3.) Activité de différents corps

Activité : grandeur sans dimension, dont l'expression dépend de la nature et de l'état de l'espèce considérée.

- Pour un **gaz supposé parfait** : $a_i = \frac{P_i}{P^\circ}$

P_i est la pression partielle, exprimée en bar : $P_i = x_i P$ où $x_i = \frac{n_i}{n_{Tg}}$ est la fraction molaire de l'espèce

étudiée. $n_{Tg} = \sum_i n_i$ est le **nombre total de moles gazeuses**

$P^\circ = 1,00 \text{ bar}$ est la pression standard de référence ($1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$)

- Pour un **corps pur condensé**, (solide ou liquide), seul dans sa phase, $a_i = 1$.

- Pour les **équilibres en phase liquide** :

Solutions diluées

- $a_i = 1$ pour le solvant
- $a_i = 1$ pour tout précipité
- $a_i = \frac{c_i}{c^\circ}$ pour les solutés

c_i est la concentration molaire, supposée faible, de l'espèce en solution, exprimée en mol.L^{-1} .
 $c^\circ = 1,00 \text{ mol.L}^{-1}$ est la concentration standard de référence

Solutions non diluées $a_i = x_i$ où $x_i = \frac{n_i}{n_{tot}}$ est la fraction molaire de l'espèce

4.) Définition du quotient de réaction

Soit un système constitué entre autres des espèces chimiques A_i entre lesquelles se déroule une réaction chimique : $\alpha_1 A_1 + \dots + \alpha_n A_n = \alpha_1' A_1' + \dots + \alpha_n' A_n'$

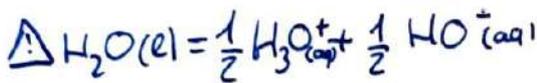
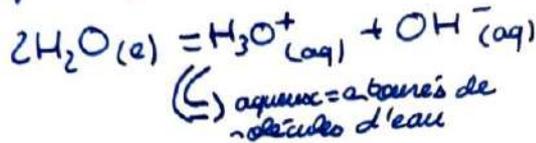
Pour ce système le quotient de réaction Q associé à cette équation est défini par :

$$Q = \frac{\prod_{\text{produits}} a_i^{\alpha_i'}}{\prod_{\text{réactifs}} a_i^{\alpha_i}}$$

Propriétés

- Q est une grandeur sans dimension.
- Q dépend de l'équation de la réaction.
- Q dépend de l'avancement de la réaction

ex: autoprotolyse de l'eau



$$Q' = \frac{(\alpha_{\text{H}_3\text{O}^+})^{\frac{1}{2}} (\alpha_{\text{OH}^-})^{\frac{1}{2}}}{\alpha_{\text{H}_2\text{O}}} = \sqrt{Q}$$

$$Q = \frac{(\alpha_{\text{H}_3\text{O}^+}) \times (\alpha_{\text{OH}^-})}{(\alpha_{\text{H}_2\text{O}})^2}$$

solvant: eau $\alpha_{\text{H}_2\text{O}} = 1$
 solutés $\left| \begin{array}{l} \text{H}_3\text{O}^+ \quad \alpha_{\text{H}_3\text{O}^+} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ} \\ \text{OH}^- \quad \alpha_{\text{OH}^-} = \frac{[\text{OH}^-]}{c^\circ} \end{array} \right.$

$$Q = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2 \times 1} \text{ où } c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

5.) Evolution d'un système

Lorsque l'équilibre est atteint (composition **uniforme** et **invariante** dans chaque phase), et si tous les constituants de la réaction sont présents, le quotient de la réaction prend une valeur qui ne dépend que de la température (et pas de l'état initial)

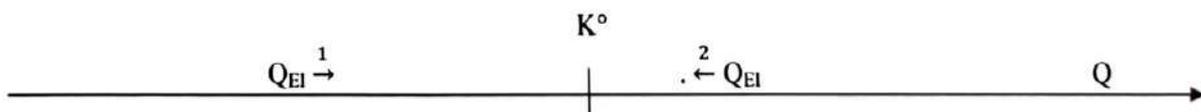
$Q_{\text{eq}} = K^\circ(T)$ K° est appelée **constante d'équilibre thermodynamique**.

Comme Q , c'est une grandeur sans dimension.

uniforme: indépendant du point considéré
invariante: indépendant des temps

Pour le système considéré, on calcule Q_{Ei} à l'état initial.

- Si $Q_{\text{Ei}} < K^\circ$, le système tend à évoluer sens direct $\xrightarrow{1}$.
- Si $Q_{\text{Ei}} > K^\circ$, le système tend à évoluer inverse $\xleftarrow{2}$.
- Si $Q_{\text{Ei}} = K^\circ$, le système initial est dans un état d'équilibre : il n'y a pas d'évolution.

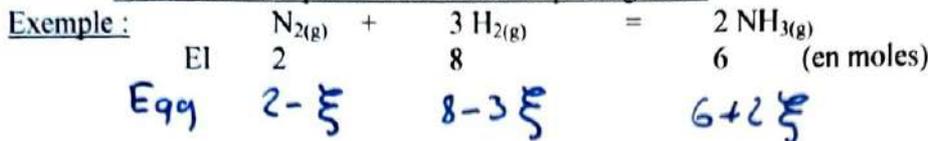


Si $K^\circ \geq 10^4$ (en pratique pour $K^\circ \geq 10^3$), on considère que la réaction est totale sens (1) : $\xi_f \rightarrow \xi_{\text{max}}$
 Si $K^\circ \leq 10^{-4}$ (en pratique pour $K^\circ \leq 10^{-3}$), on considère que la réaction est totale sens (2) : $\xi_f \rightarrow \xi_{\text{min}}$
 ou nulle s'il n'y a pas de produits à l'état initial : $\xi_f \rightarrow 0$

V Applications

(nombre total de
des gazeuses)

1) Ecriture d'un quotient de réaction en phase gazeuse



n_{Tg}
16
$16 - 2\xi$

Ecrire Q en fonction des activités, puis des quantités de matières, puis de ξ

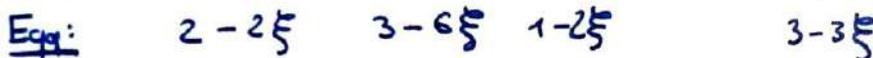
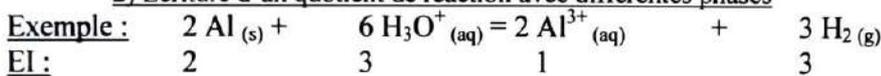
$$Q = \frac{(a_{\text{NH}_3})^2}{(a_{\text{N}_2}) \times (a_{\text{H}_2})^3} \quad a_i = \frac{P_i}{P^0} \text{ où } P_i = \frac{n_i}{n_{Tg}} P$$

On prend souvent $P = P^0$ et on résoud $Q = K^0 \Rightarrow \xi_{eq}$

$$Q = \left(\frac{n_{\text{NH}_3}}{n_{Tg}} \frac{P}{P^0} \right)^2 \times \left(\frac{n_{\text{N}_2}}{n_{Tg}} \frac{P^0}{P} \right) \times \left(\frac{n_{\text{H}_2}}{n_{Tg}} \frac{P^0}{P} \right)^3$$

$$Q = \frac{(n_{\text{NH}_3})^2 \times (n_{Tg})^2}{n_{\text{N}_2} \times (n_{\text{H}_2})^3} \times \left(\frac{P^0}{P} \right)^2 = \frac{(6+2\xi)^2 (16-2\xi) (P^0)^2}{(2-\xi)(8-3\xi) (P)^2}$$

2) Ecriture d'un quotient de réaction avec différentes phases



n_{Tg}
3

• Réaction totale sans direct: $\xi = 1 \text{ mol}$ $\xi = \frac{1}{2} \text{ mol}$ $\Rightarrow \xi_{\text{max}} = 0,5 \text{ mol}$ H_3O^+ limitat

• Réaction totale sans indirect: $\xi = -0,5 \text{ mol}$ $\xi = -1 \text{ mol} \Rightarrow \xi_{\text{min}} = -0,5 \text{ mol}$ Al^{3+} limitat

$\xi_{\text{min}} \leq \xi \leq \xi_{\text{max}}$

Eau solvant:

$$Q = \frac{(a_{\text{Al}^{3+}})^2 \times (a_{\text{H}_2})^3 \times (a_{\text{H}_2\text{O}})^6}{(a_{\text{Al}})^2 \times (a_{\text{H}_3\text{O}^+})^6}$$

$$a_{\text{Al}_{(s)}} = 1 \quad a_{\text{H}_2\text{O}_{(l)}} = 1$$

$$a_{\text{Al}^{3+}} = \frac{[\text{Al}^{3+}]}{c^0} \quad a_{\text{H}_3\text{O}^+} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^0}$$

$$a_{\text{H}_2(g)} = \frac{P_{\text{H}_2}}{P^0}$$

$$\Rightarrow Q = \frac{[\text{Al}^{3+}]^2 (P_{\text{H}_2})^3 \times 1^6 \times (c^0)^6}{(c^0)^2 \times (P^0)^3 \times 1^2 \times [\text{H}_3\text{O}^+]^6}$$

$$Q = \frac{[\text{Al}^{3+}]^2 P_{\text{H}_2}^3 \times (c^0)^4}{[\text{H}_3\text{O}^+]^6 \times (P^0)^3}$$

$$\text{où } [\text{Al}^{3+}] = \frac{n_{\text{Al}^{3+}}}{V} = \frac{1 + 2\xi}{V}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{3 - 6\xi}{V}$$